INGEGNERIA CIVILE (LB07)

(Lecce - Università degli Studi)

Insegnamento CHIMICA

GenCod 00120

Docente titolare FRANCESCA BALDASSARRE

Insegnamento CHIMICA

Anno di corso 1

Insegnamento in inglese CHEMISTRY

Lingua ITALIANO

Settore disciplinare CHIM/07

Percorso PERCORSO COMUNE

Corso di studi di riferimento INGEGNERIA CIVILE

Tipo corso di studi Laurea

Sede Lecce

Crediti 6.0

Periodo Primo Semestre

Ripartizione oraria Ore Attività frontale: 54.0

Tipo esame Orale

Per immatricolati nel 2022/2023

Valutazione Voto Finale

Erogato nel 2022/2023

Orario dell'insegnamento https://easyroom.unisalento.it/Orario

BREVE DESCRIZIONE DEL CORSO

Il corso mira a fornire agli studenti un'adeguata conoscenza dei fondamenti chimici delle tecnologie mediante lezioni frontali ed esercitazioni finalizzate alla comprensione della struttura dell'atomo, del legame chimico, delle proprietà dalla materia, delle reazioni chimiche, della termochimica e dell'elettrochimica.

PREREQUISITI

Sono richieste conoscenze elementari di matematica e di fisica fornite durante gli anni della scuola media superiore.

OBIETTIVI FORMATIVI

Al termine del corso lo studente dovrebbe essere in grado di:
- Saper utilizzare la tavola periodica degli elementi per ricavare informazioni di natura chimica e chimico fisica in diverse categorie di sostanze
- Comprendere i rapporti di combinazione tra elementi e rappresentare e descrivere i principali tipi di legame chimico
- Conoscere il concetto di valenza degli atomi e determinare la formula molecolare delle principali classi di composti e loro nomenclatura
- Bilanciare le reazioni acido-base e le reazioni di ossidoriduzione e prevederne la spontaneità, nonché, saper eseguire correttamente calcoli stechiometrici
- Calcolare il pH di una soluzione di un acido o di una base
- Calcolare la forza elettromotrice di una pila
- Illustrare le caratteristiche dei materiali nei diversi stati di aggregazione

METODI DIDATTICI

Lezioni frontali ed esercizi in aula.

MODALITA' D'ESAME

L'esame consiste in una prova scritta che prevede problemi numerici, esercizi sulle reazioni chimiche e sulla nomenclatura, simili a quelli trattati durante le esercitazioni; e di una prova orale con domande finalizzate alla valutazione della capacità dello studente di argomentare gli aspetti teorici.

ALTRE INFORMAZIONI UTILI	Il docente riceve nel suo studio previo appuntamento concordato via mail.

PROGRAMMA ESTESO

PROGRAMMA DI CHIMICA

CdL in Ingegneria Civile - prof. BALDASSARRE FRANCESCA A.A. 2022/2023

Atomi, molecole e ioni. Struttura atomica. Modelli atomici. La tavola periodica. Formula molecolare. Formula empirica. La nomenclatura. (**Esercitazioni**).

Stechiometria. Massa atomica. Numero di Avogadro. Massa molare. Composizione percentuale. Le equazioni chimiche. Reagente limitante. Stechiometria nelle soluzioni. Densità. Molarità. Molalità. (**Esercitazioni**).

Reazioni chimiche. Tipi di reazione. Numero di ossidazione. Bilanciamento. Forma di una reazione. Bilanciamento di reazioni di ossidoriduzione. Metodo della variazione dei numeri di ossidazione. Metodo delle semireazioni di ossido-riduzione. (**Esercitazioni**).

La Teoria dei Quanti e la Struttura Elettronica degli Atomi. Dalla fisica classica alla teoria dei quanti. Proprietà delle onde. Teoria di Maxwell. Le onde elettromagnetiche. Teoria dei quanti di Planck. Equazione fotoelettrica di Einstein. Spettri atomici. Modello di Bohr. Modello ondulatario quanto meccanico. Equazione d'Onda di Schrodinger. Orbitali atomici. Regola della diagonale. Configurazione elettronica. (**Esercitazioni**)

Le proprietà periodiche. Classificazione degli elementi. Carica nucleare. Raggio atomico. Energia di ionizzazione. Affinità elettronica. Elettronegatività. Carattere metallico.

Il legame chimico. Introduzione alla termochimica. Energia libera. Entalpia. Entalpia di legame. Tipi di legame. Legame ionico. Energia reticolare. Legame covalente. Polarità. Legame metallico. Strutture di Lewis. La teoria di LEWIS e gli orbitali atomici. Regola dell'ottetto. (**Esercitazioni**).

La geometria molecolare e l'ibridazione degli orbitali atomici. Scrivere le Strutture di Lewis. Carica formale e strutture di Lewis. Le strutture di risonanza. Formule di struttura e metodo V.S.E.P.R. Teorie del legame covalente. Gli orbitali ibridi. (**Esercitazioni**).

Le forze intermolecolari e gli stati di aggregazione. Forze dipolo-dipolo. Forze dipolo indotto. Legami H. Stati di aggregazione. I gas. Le leggi dei gas. L'equazione. L'equazione dei gas ideali. Legge delle pressioni parziali di Dalton. La teoria della cinetica molecolare nei gas. Equazione di Van der Waals gas non ideale. (**Esercitazioni**).

Stato liquido, solido e i passaggi di stato. Le proprietà dei liquidi. I solidi. I passaggi di stato. La tensione di vapore all'equilibrio. Equazione di Clausius-Clapeyron. Diagrammi di stato.

Le Proprietà fisiche delle soluzioni. I tipi di soluzione. Processo di solubilizzazione. L'effetto della temperatura sulla solubilità. L'effetto della pressione sulla solubilità dei gas. Soluzioni elettrolitiche e non elettrolitiche. Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche. Abbassamento della tensione di vapore. Innalzamento ebullioscopico. Abbassamento crioscopico. Pressione osmotica (π). Proprietà colligative di soluzioni elettrolitiche. (**Esercitazioni**).

Termodinamica. Processi chimici e fisici spontanei. I tre principi. L'entropia. L'energia libera di Gibbs.

Equilibrio chimico. La costante di equilibrio. Legge dell'azione di massa. Equilibri omogenei ed eterogenei. Grado di avanzamento di una reazione. Fattori che influenzano l'equilibrio chimico. Principio di Le Châtelier. Reazioni complete. (**Esercitazioni**).

Cinetica chimica. Velocità di reazione e stechiometria. Le equazioni cinetiche. Il tempo di dimezzamento. Reazioni di primo odine. Reazioni di secondo ordine. Reazioni di ordine zero. Energia di attivazione. Teoria delle collisioni. Teoria dello stato di transizione. Equazione di Arrhenius. Meccanismi di reazione. Equazioni cinetiche e stadi elementari. I catalizzatori.

Acidi e Basi. Acidi Basi di Arrhenius e Brønsted. Forza degli acidi e delle basi. Costanti di dissociazione acida e basica. Struttura molecolare e forza degli acidi. Acidi e basi di Lewis. Le proprietà acido-base dell'acqua. Il prodotto ionico dell'acqua. Relazione tra la forza di un acido e quella della sua base coniugata. Misura dell'acidità: il pH. Calcolo del pH. Proprietà acido-base dei Sali. (**Esercitazioni**).

Equilibri acido-base ed equilibri di solubilità. Soluzioni tampone. Indicatori di pH. Titolazioni acido-base. Curve di titolazione. Equilibri di solubilità. (**Esercitazioni**).

L'elettrochimica. Le celle galvaniche e la pila di Daniell. Potenziali standard di riduzione. Elettrodo di riferimento ad idrogeno. Scale di potenziali. Potenziali attuali ed equazione di Nernst. Tipologie di

elettrodi. Spontaneità di una reazione di ossido-riduzione. Potenziale e costante di equilibrio. Le pile di uso comune. La batteria. Processo di corrosione. PH-metro. L'elettrolisi. Elettrolisi dell'acqua. Aspetti quantitativi dell'elettrolisi. (**Esercitazioni**).

TESTI DI RIFERIMENTO

- Fondamenti di chimica generale di Raymond Chang e Kenneth Goldsby, con eserciziario, Mc. Graw-Hill, edizione italiana di Alberto Costanzo
-dispense fornite dal docente